

2 ANNE ST/GM
UE : DECOUVERTE 1

PROGRAMME COMMUN A TOUTES LES SECTIONS H, I, J, K, L

Plan de cours

1- Notions de thermodynamique

- Définition de la science thermodynamique et ses domaines d'utilisation
- Notions de système thermodynamique
- Notions d'états
- Grandeurs d'état : Pression, température, volume spécifique, masse.
- Etat de la matière : Changement d'état, notions de gaz (réel, parfait)
- Définition de l'énergie d'un système : énergie cinétique, potentielle et interne.
- Principe de conservation d'énergie (chaleur, travail)

2- Notions de mécanique de fluides

- Notions de base
- Pression absolue et relative
- Débit volumique et massique
- Fluides parfait et visqueux
- Propriétés des fluides : viscosité, masse volumique
- Notions d'écoulement : laminaire, turbulent, compressible, incompressible, stationnaire, instationnaire.

3- Installations industrielles

- Machines motrices : Moteurs à combustion interne (essence, diesel)
- Centrales Thermiques : Turbine à vapeur, Turbines à gaz
- Centrales Hydrauliques : Turbines hydraulique
- Systèmes de propulsion
- Machines réceptrices
 - Pompes (pompes volumétriques, turbopompes)
 - Ventilateurs et compresseurs
- Echangeurs de chaleur
- Tuyères et diffuseurs
- Régulateurs et Valves

4- Installations de réfrigération

Réfrigérateurs et climatiseurs

Pompes à chaleur

5- Energies renouvelables

Energie Solaire

Energie Eolienne

Energie Géothermique

Biomasse

Energie Hydraulique

Chapitre I : Introduction à la Thermodynamique

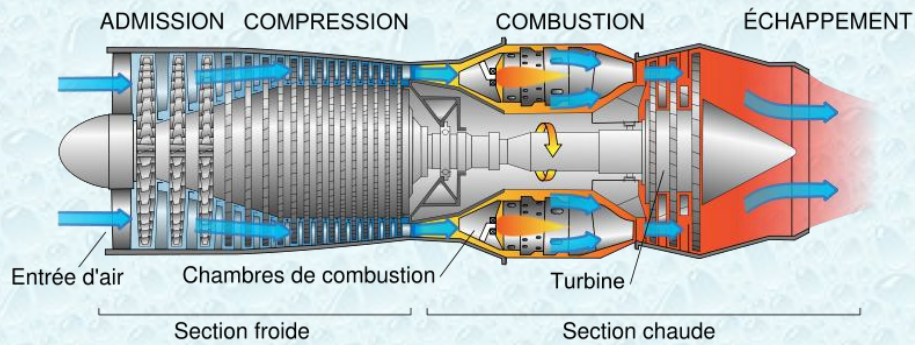
Mme L.Bounar

I-1 Définition de la thermodynamique et ses domaines d'utilisation

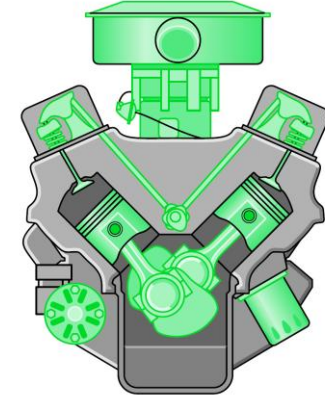
La thermodynamique est la science qui étudie les lois de transformation de l'énergie sous ses différentes formes (chaleur, travail....) ainsi que les propriétés des substances qui interviennent lors de ces transformations.

Domaines d'utilisation :

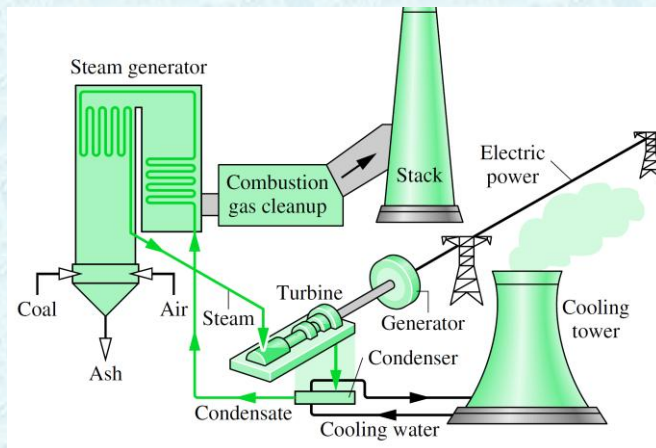
Réfrigérateur, climatiseur, cuiseur à vapeur (cocotte), centrale à vapeur pour la production d'électricité, un turboréacteur (moteur d'avion), un moteur à combustion interne d'automobile, une pompe, un compresseur



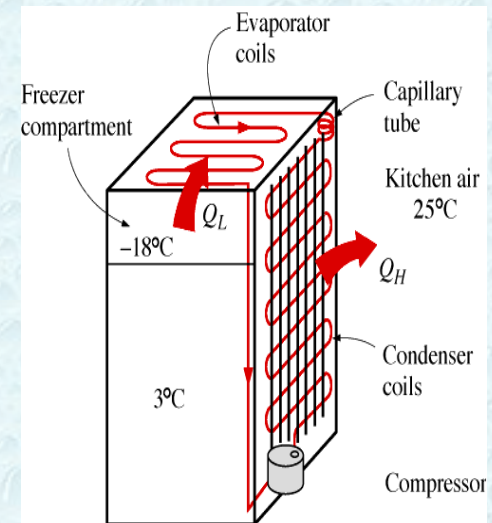
Turbo réacteur



Moteur Automobile



Centrale électrique



Réfrigération

I-2 Notion de système Thermodynamique

I-2-1 Définition

Un système est défini comme étant une quantité de matière (ou une région de l'espace) prise pour analyse.

➤ Le système est délimité par une surface fermée mobile ou fixe, réelle ou imaginaire appelée **frontières ou limites du système**.

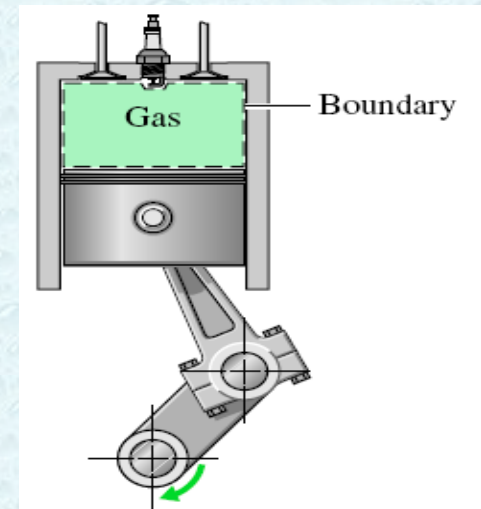
➤ On appelle environnement tout l'espace extérieur à la frontière du système et qui interagit avec le système.

I-2-2 Types de systèmes

Selon la nature de la frontière, on distingue trois (03) types de systèmes :

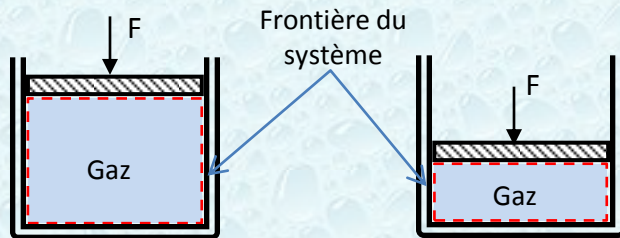
Système fermé :

C'est un système qui peut échanger de la chaleur et /ou du travail à travers ses frontières mais n'échange pas de masse.



▲ **Figure 1.1** Closed system: A gas in a piston-cylinder assembly.

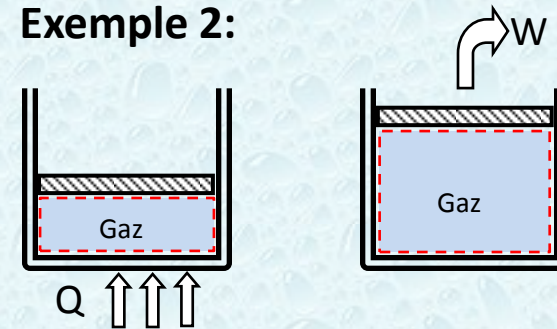
Exemple 1:



Le gaz dans le cylindre est considéré comme système. En appliquant une force, le piston descend, la limite du système bouge.

Un travail de force a traversé les frontières mais il n'y a pas d'échange de masse (la masse du système est fixe).

Exemple 2:



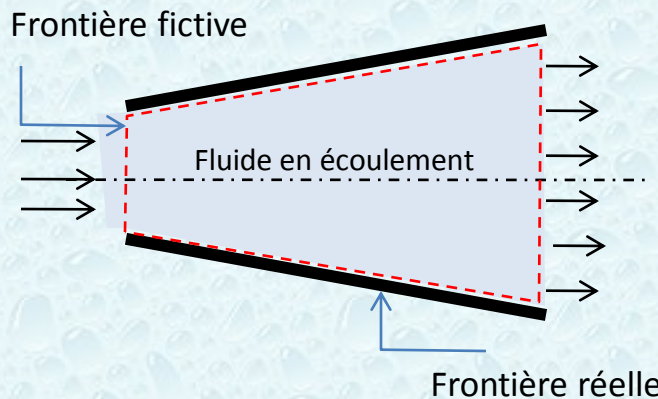
Le gaz dans le cylindre est considéré comme système. De la chaleur a traversé les frontières mais il n'y a pas d'échange de masse ($m = \text{cste}$).

En chauffant le cylindre, le piston monte. La limite du système bouge \Rightarrow Du travail a été échangé à travers les frontières du système.

Système ouvert : volume de contrôle

C'est un système qui permet d'échanger avec le milieu extérieur **de la masse** et de l'énergie (sous forme de chaleur et /ou du travail).

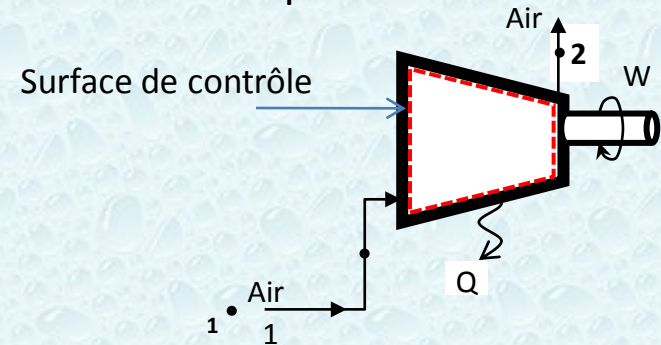
Exemple1 : Ecoulement d'un fluide dans une conduite



Le système étudié : la conduite divergente

Les frontières du système sont traversées par un écoulement. **Il y'a échange de masse à travers les frontières**

Exemple2 : Ecoulement de l'air dans un compresseur



Le système étudié : le compresseur

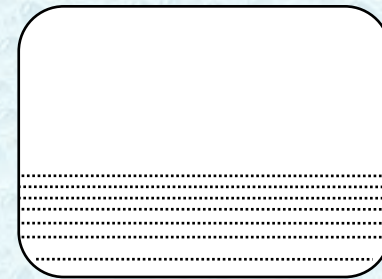
Il y'a échange de masse. Le système reçoit du travail et cède de la chaleur.

Système isolé

C'est un système qui n'échange ni travail, ni chaleur, ni matière à travers ses frontières.

Exemple : Réservoir rigide et adiabatique

- Pas d'échange de masse A travers les frontières ($m = \text{cte}$)
- Pas d'échange de travail (les parois sont rigides)
- Pas d'échange de chaleur (les parois sont isolées thermiquement)



Réservoir adiabatique

I-2-3 Description d'un système

I-2-3-1 Variables ou grandeurs d'état

- Tout système ou substance peut être décrit en thermodynamique par son état. Cet état est décrit par un certain nombre de variables telles que : la température, la pression, la masse, le volume, la masse volumique, l'énergie.....**appelées variables ou grandeurs d'état.**

- Une variable d'état est une grandeur dépendante de l'état du système mais **indépendante du chemin suivi au cours de la transformation** (changement d'état).

Exemple: Le changement de la pression d'un système passant d'un état 1 à un état 2 est dans tous les cas égale à:

$$\Delta P = \int_1^2 dP = P_2 - P_1$$

La variation de la pression est indépendante du chemin suivi: dP est une différentielle totale exacte

Toutes les différentielles des variables d'état sont des différentielles totales exactes

I-2-3-2 Types de variables d'état

Les variables ou grandeurs d'état sont classées en :

- Variables extensives
- Variables intensives

• **Variables extensives** : Elles dépendent de la masse du système. Ce sont des grandeurs additives.

Exemples : Le volume(V), la masse(M), l'énergie(E).....

• **Variables intensives** : Elles ne dépendent pas de la masse du système. Ce sont des grandeurs non additives.

Exemples : Pression(P), Température(T), la masse volumique(ρ) ou volume massique(v).....

Remarque : Une variable extensive par unité de masse devient une variable intensive.

I-2-3-3 Définitions des propriétés volume massique, pression et température

• **Le volume massique** : C'est le volume par unité de masse.

$v = V/m$ Son unité : m^3/Kg

C'est l'inverse de la masse volumique : $v = 1/\rho$

• **La pression** : Elle est définie comme étant la composante normale de la force par unité de surface, qu'exerce un fluide sur les frontières du système.

Elle est définie par :

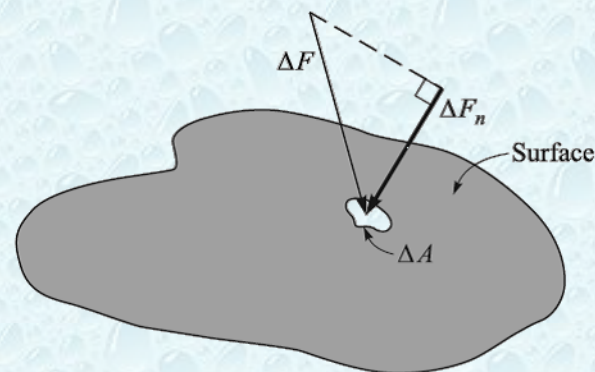
$P = F/S$ dont l'unité est : $N/m^2 = Pa$ (Pascals)

Autres unités :

$1 atm = 1.013 bars = 1.013 \cdot 10^5 Pa = 101.3$

$KPa = 0.1 MPa$

$1 Kgf/cm^2 = 98.07 KPa$



La température : Il existe plusieurs échelles de température.

• **Echelles de température relative**

Deux échelles sont utilisées :

• **Echelle Celsius (°C):** Dans le système SI. Elle est divisée en 100 graduations

• **Echelle de Fahrenheit (°F):** Dans le système Anglo-Saxon. Elle est divisée en 180 graduations.

La relation entre ces deux échelles :

$$T(^{\circ}\text{F}) = 1.8 T(^{\circ}\text{C}) + 32$$

• **Echelles de température absolue**

Deux échelles sont utilisées :

• **Echelle Kelvin (K):** Dans le système SI

• **Echelle Rankine (R):** Dans le système Anglo-Saxon.

La relation entre ces différentes échelles :

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15 \quad \text{et} \quad T(\text{R}) = T(^{\circ}\text{F}) + 459.67$$

Remarque :

- La température relative en Celsius (ou en Fahrenheit) peut être positive ou négative.
- La température absolue en Kelvin (ou en Rankine) est toujours positive
- Le zéro absolu correspond à :
 $T(K)=T(R)=0=-273.15^{\circ}C=-459.67^{\circ}F$

I-3 L'état d'équilibre Thermodynamique

- On dit qu'un système est dans un état d'équilibre thermodynamique lorsque toutes les variables d'état décrivant l'état du système sont **uniformes et constantes**.
- Pour avoir un état d'équilibre thermodynamique, les conditions d'équilibre mécanique, thermique et chimique doivent être satisfaites.

Equilibre chimique : La composition chimique est la même dans tout le système.

Equilibre Thermique : La température est la même dans tout le système.

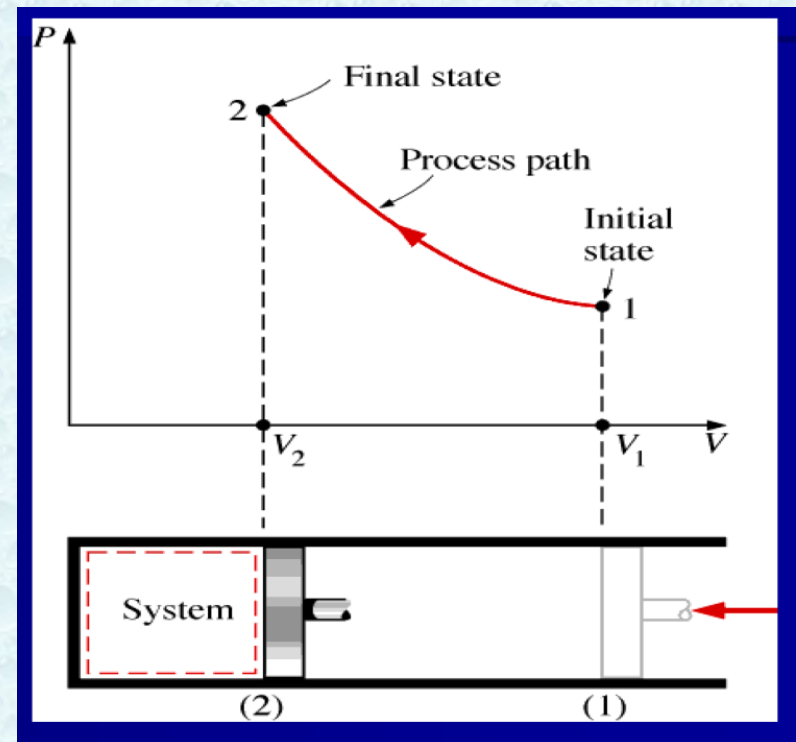
•Equilibre Mécanique :

- La pression est la même dans tout le système ($P=F/S$)
- Et la somme des forces extérieures appliquées au système est nulle.

I-4 Evolutions et cycles

• **Changement d'état** : On dit qu'un système subit un changement d'état lorsqu'une ou plusieurs variables d'état qui le décrivent changent.

• **Evolution** : On appelle évolution thermodynamique, toute transformation que subit le système et qui le fait passer d'un état d'équilibre à un autre état d'équilibre.



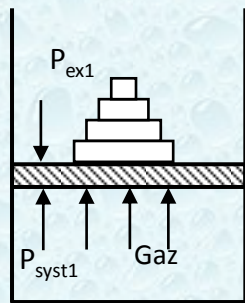
- **Types d'évolutions thermodynamiques**
- **Evolution isotherme** : La température du système reste constante au cours de l'évolution.
- **Evolution isobare** : La pression du système reste constante au cours de l'évolution.
- **Evolution isochore** : le volume massique du système reste constant au cours de l'évolution.
- **Evolution adiabatique** : Pas d'échange de chaleur entre le système et le milieu extérieur. Le système est isolé thermiquement.

• Evolution quasi statique :

- C'est une évolution permettant au système de passer d'un état d'équilibre vers un autre état d'équilibre d'une manière assez lente telle que le système passe par une suite d'états d'équilibre infinitésimaux.

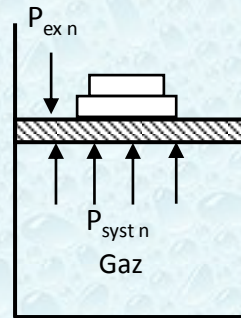
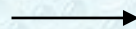
• Evolution quasistatique : Lente

L'équilibre dans chaque état donne :



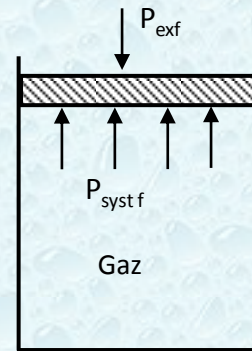
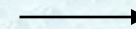
Etat initial
 $P_{syst1} = P_{ex1}$

$$P_{syst} = P_{ex}$$



Etat interm n
 $(P_{syst})_n = (P_{ex})_n$

$$P_{syst} = P_{ex}$$

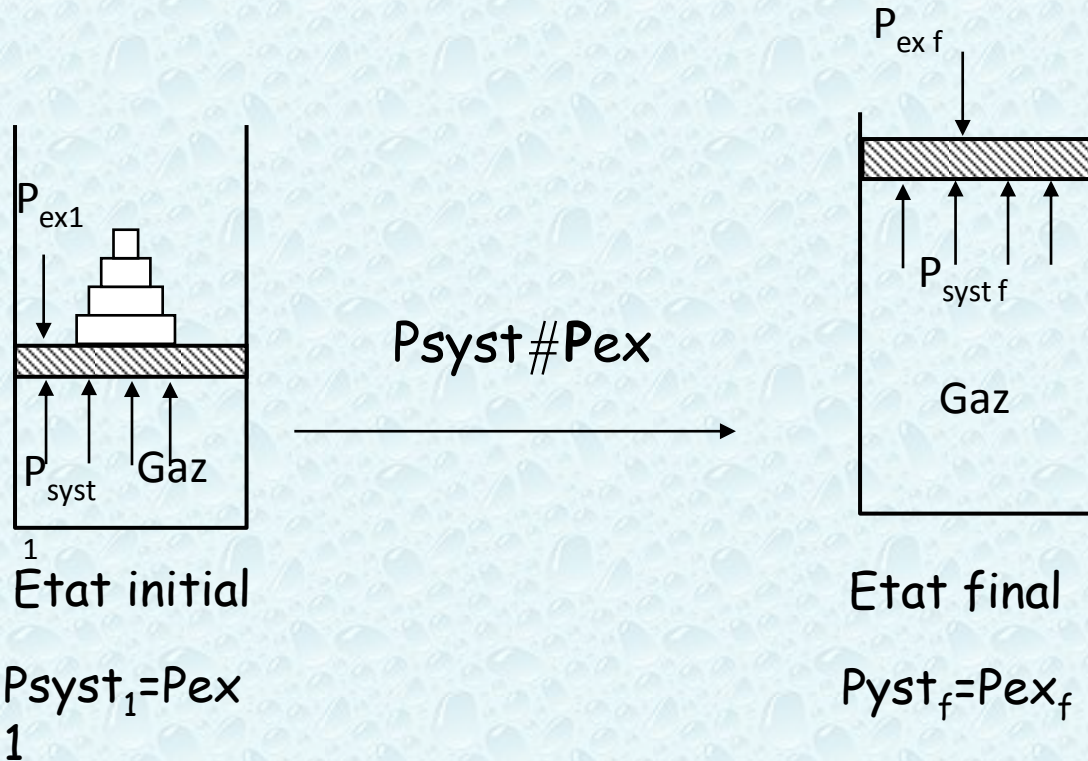


Etat final
 $P_{syst f} = P_{ex f}$

A tout instant au cours d'une évolution quasi-statique, on a :

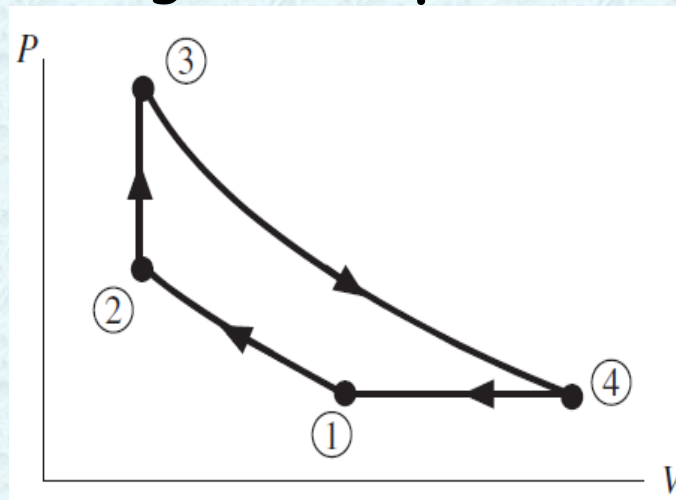
$$P_{syst} = P_{ex}$$

Evolution réelle : Rapide



d) Cycle Thermodynamique

- On dit qu'un système a subi un cycle thermodynamique lorsqu'à partir d'un certain état initial, **il passe par un certain nombre de changements d'états(ou d'évolutions) et revient à son état initial.**
- A la fin d'un cycle, chaque variable(ou grandeur d'état) a la même valeur qu'elle avait au début du cycle.
- Exemples : centrales à gaz, à vapeur et installations de réfrigération....



I-5 Les états de la matière

- La matière peut se présenter sous trois formes : **solide, liquide ou gaz** appelées **phases**.
- Une phase est définie comme une quantité de matière **entièrement homogène**.

•Exemple :

• Soit une masse d'eau à 100 KPa et 25°C. L'eau est à **l'état liquide**.

• On chauffe cette eau à 100 KPa jusqu'à 99°C. L'eau se transforme **en vapeur (état de gaz)**.

• On refroidit cette eau à 100 KPa jusqu'à 0°C. L'eau devient de la **glace (état solide)**.

Remarque : Toute substance peut exister sous une phase ou plusieurs à la fois.

I-6 Equation d'état pour la phase vapeur (Gaz)

Pour les Gaz dits parfaits (à **faible masse volumique**), il existe une relation entre les grandeurs : P, V et T/

$$PV=n\bar{R}T$$

Avec : P: Pression (Pa), T : Température(K), V : Volume (m³),

n : nombre de moles et $\bar{R}=8.31434$ J/Mole K (Constante universelle des gaz parfaits

On divise cette relation par la masse molaire M du gaz considéré, on obtient :

$$PV/n.M = \bar{R}T/M$$

Or $m=n.M$ et $R=\bar{R}/M=Cte$

Avec R qui varie avec le gaz
L'unité de R : J/KgK ou KJ/KgK

D'où la relation des gaz parfaits :

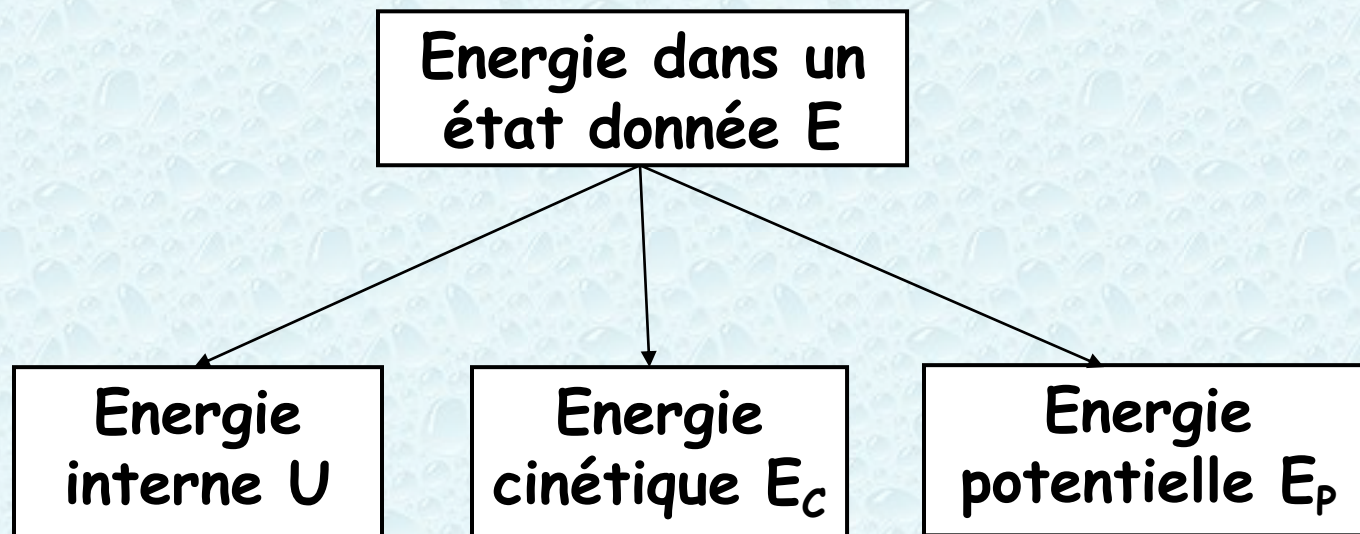
$$PV=mRT \text{ ou } Pv=RT$$

Exemples : $R_{air}=0.287 \text{ KJ/KGK}$; $R_{O_2}=0.25983 \text{ KJ/KGK}$

I-7 Définition de l'énergie d'un système

Tout système thermodynamique possédant une masse, possède une énergie dans un état donné.

En thermodynamique, l'énergie est exprimée comme étant :



Tel que , dans un état donné:

$$E=U+E_C+E_P= U+\frac{1}{2} mV^2+mgz$$

E , E_C et E_P sont des grandeurs d'état \Rightarrow U est une variable d'état

U : Variable d'état extensive, son unité : Joules(J)

$u=U/m$: Variable d'état intensive, son unité J/Kg

I-8 Notions de travail et chaleur

Le travail et la chaleur sont **deux formes d'énergie distinctes** qui interviennent dans beaucoup d'évolutions thermodynamiques.

I-8-1 Définition thermodynamique du travail

- En mécanique, le travail est défini comme étant **le produit d'une force par un déplacement**, tel que ce déplacement soit fait dans la direction de la force.
- On ne parle de travail thermodynamique que lorsqu'un système subit une évolution ou changement d'état. **D'où le travail n'est pas une variable d'état.**

Unité du travail :

$$[W] = [F].[\Delta L] = \text{N.m} = \text{Joules (J)}$$

Avec F : la force et ΔL : le déplacement

d) Convention de signe du travail :

$W > 0$ Travail cédé par le système.

Exemple : Détente d'un gaz dans un cylindre fermé par un piston

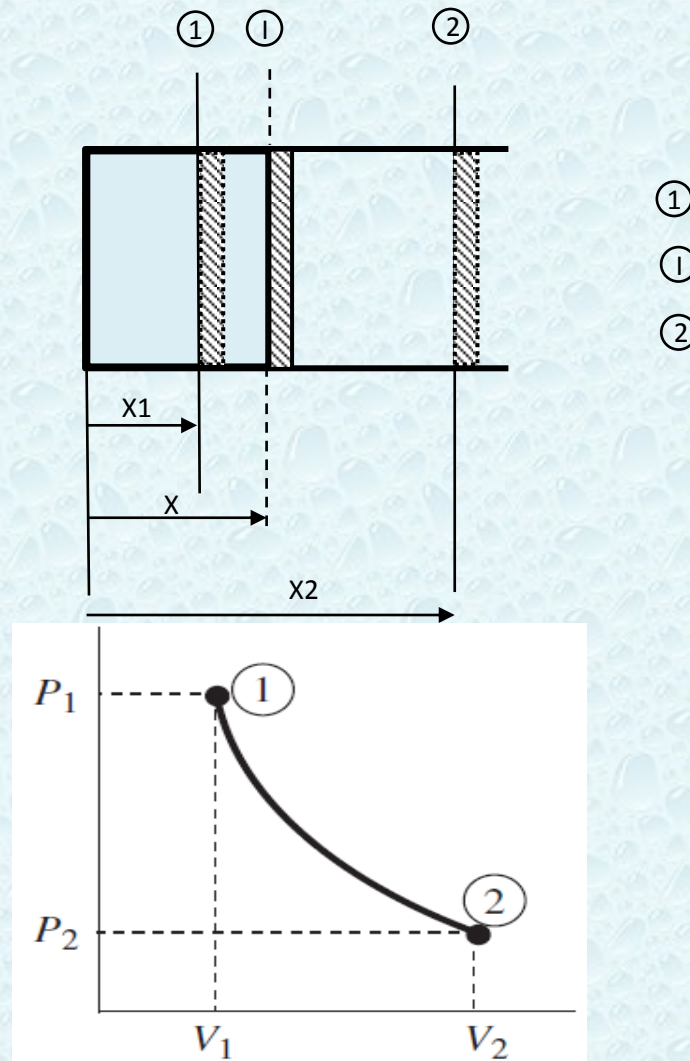
$W < 0$ Travail reçu par le système.

Exemple : compression d'un gaz dans un cylindre fermé par un piston

e) Travail effectué au cours d'une évolution quasi statique

• Considérons la détente d'un gaz renfermé dans un système cylindre-piston, d'un état 1 vers un état 2.

Le déplacement de la frontière mobile (par détente du gaz) donne naissance à du travail.



$$\delta W = F_{ex} dx = P_{ex} \cdot S_p \cdot dx = P_{ex} \cdot dv$$

(pour vaincre l'extérieur) =

- Si l'évolution est **quasi-statique** : à chaque instant de l'évolution, on a : $P_{ex} = P_{syst}$.

D'où on a : $\delta W = P_{ex} \cdot dv = P_{syst} \cdot dv$

$$W_{12} = \int_1^2 P_{ex} \cdot dv = \int_1^2 P_{syst} \cdot dv$$

- Sur le diagramme P-, on a :

$$W_{12} = \int_1^2 P_{syst} \cdot dv = \text{Aire sous la courbe } P - V$$

I-8-2 Notion de chaleur

- La chaleur est définie comme une forme d'énergie transmise à travers les frontières d'un système ayant une température donnée, vers un autre système (ou le milieu extérieur) ayant une température plus basse.
- La chaleur n'est pas une variable d'état. On ne parle de chaleur que lorsqu'un système subit une évolution ou changement d'état.

- Unité de chaleur :

Q : Joules ou Calories $1\text{Cal}=4.18\text{J}$

- Convention de signe de la chaleur

$Q>0$ Chaleur reçue par le système.

$Q<0$ Chaleur cédée par le système.

I-9 Principe de la conservation de l'énergie

Appelé également le premier principe de la thermodynamique.

I-9-1 Pour un cycle thermodynamique :

$$\Sigma Q = \Sigma W$$

$$\oint \delta Q = \oint \delta W$$

I-9-2 Pour un système fermé

- Soit un système fermé qui subit un changement d'états de 1 à 2.
- Le premier principe de la thermodynamique donne :

$$Q_{12} = E_2 - E_1 + W_{12}$$

Avec :

Q_{12} : Chaleur échangée au cours de l'évolution 1-2

W_{12} : Travail échangé au cours de l'évolution

E_2 : Energie du système à l'état 2

E_1 : Energie du système à l'état 1

• Sachant que :

$$E_2 = U_2 + E_{c2} + E_{p2} = U_2 + 1/2 (mV_2)^2 + mgz_2$$

$$E_1 = U_1 + E_{c1} + E_{p1} = U_1 + 1/2 (mV_1)^2 + mgz_1$$

D'où, on a :

$$Q_{12} = (U_2 - U_1) + 1/2 m ((V_2)^2 - (V_1)^2) + (mg(z_2 - z_1)) + W_{12}$$

Remarque :

Pour les réservoirs et les systèmes cylindres-pistons :

Les variations d'énergie cinétique (ΔE_c) et d'énergie potentielle (ΔE_p) sont négligeables devant ΔU

D'où on a :

$$Q_{12} = (U_2 - U_1) + W_{12}$$